Conceitos de Cristaloquímica

- David Glotz

Conceitos Básicos: Podemos considerar o Atomo como tendo um núcleo composto de prótons e neutrons em torno de uma região chamada eletrosfera sendo relativamente maior ao núcleo. Em um átomo eletricamente neutro, o número de prótons é igual ao número de neutrons.

Importante mencionar que a configuração eletrônica mais estável é aquela dos gases nobres, que possuem a sua camada de elétrons mais externa completa, com oito elétrons (à exceção do He, que possui somente dois elétrons, os quais completam sua única camada). Os demais elementos químicos possuem um número de elétrons diferente de oito na camada eletrônica mais externa. Estes elementos tenderão a doar ou receber elétrons, de forma a adquirir uma configuração eletrônica semelhante à do gás nobre mais próximo.

Quando um átomo perde ou ganha um elétron ele se torna eletricamente carregada formando um cátion ou ânion de modo respectivo. Cátions tem tendência de doar elétrons... são os Metais e estão posicionados a esquerda na Tabela Periódica e Ânions tendência em receber elétrons... são os Não-Metais e estão posicionados mais a direita da tabela. A exceção, são os gases nobres que não tendem a doar ou receber elétrons tendo em vista de já serem estáveis eletronicamente.

As propriedades químicas de um certo elemento dependem primeiramente de alguns fatores:

- Tendência de ganhar, perder ou compartilhar elétrons de sua camada eletrônica mais externa (elétrons de valência)

- O número de elétrons que o átomo geralmente ganharia, doaria ou compartilharia.

- A facilidade com que o átomo ganha, perde ou compartilha elétrons.

- **Cristaloquímica:** Campo da ciencia que estuda a estrutura interna dos cristais e sua relações com as propriedades físico-químicas.

- Trata da ordem dos átomos e dos íons nos cristais, assim como das forças que acabam mantendo as partículas permanentemente interligadas em posições de forma regular.

Raio das esferas: (raios atômicos ou iônicos): $0,1x10^{-10}$ = Å= 10^{-10} m

Raios efetivos e cristalinos: conjunto de raios de íons usados para um grande número de estruturas.

Cristaloquímica

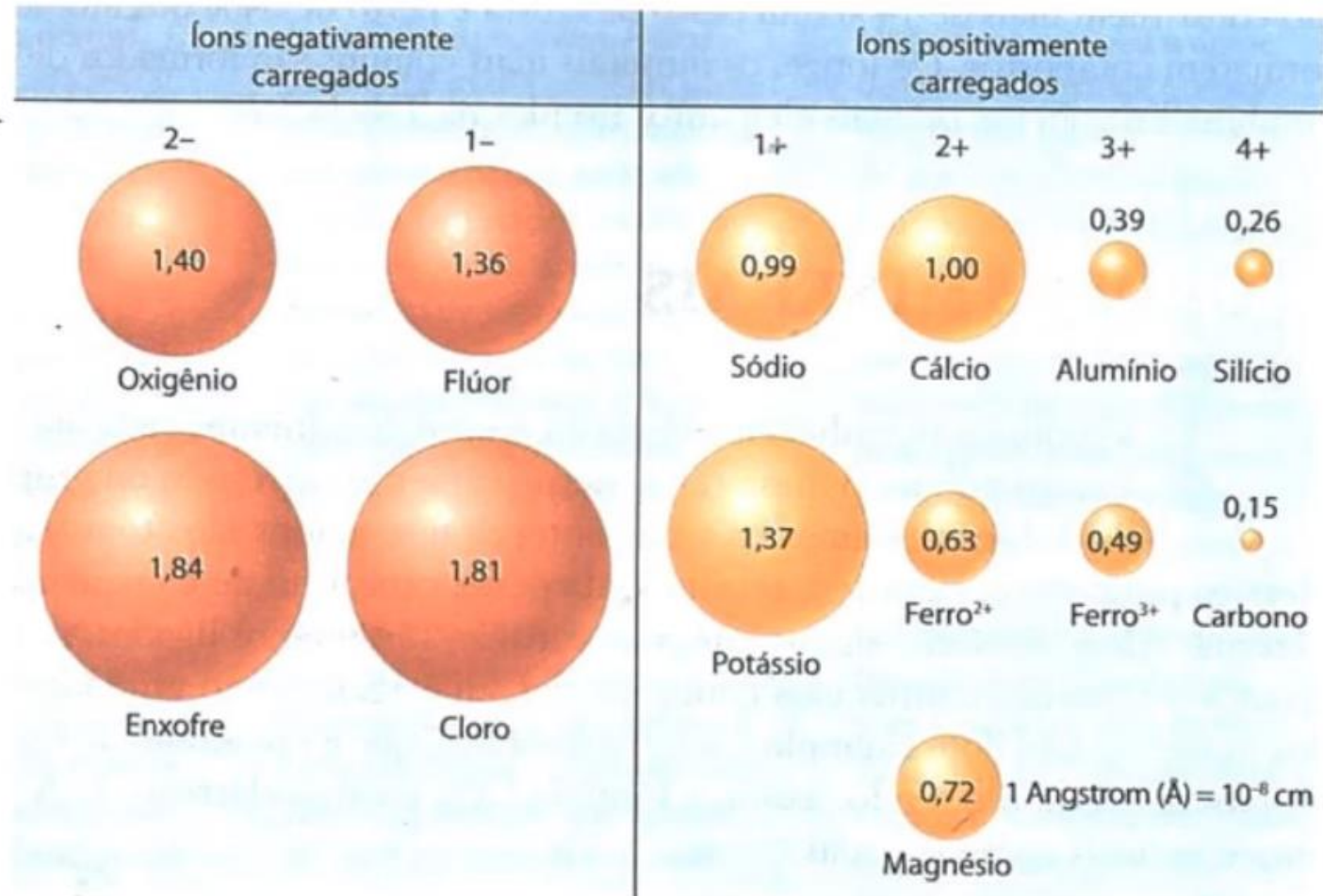



Figura 3.8

As cargas elétricas e os tamanhos relativos de íons comuns em minerais. Os números dentro dos íons são os raios mostrados em unidades Angstrom (1Å= 10^{-10}m).

Os **raios iônicos** são afetados principalmente:

I) pela **constituição da órbita eletrônica**, pela posição na tabela periódica;

II) pela **carga** do íon, o **tamanho** dos íons de um mesmo elemento aumenta com uma carga cada vez mais negativa;

III) pela **coordenação** dos íons nas estruturas

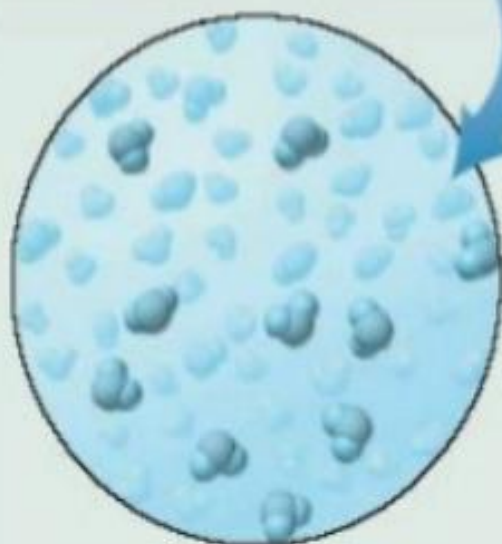
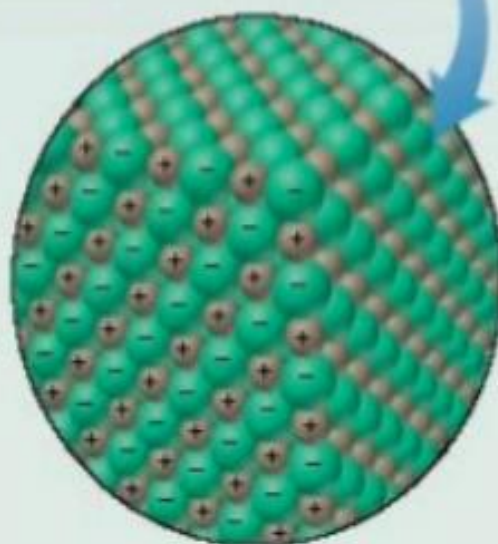
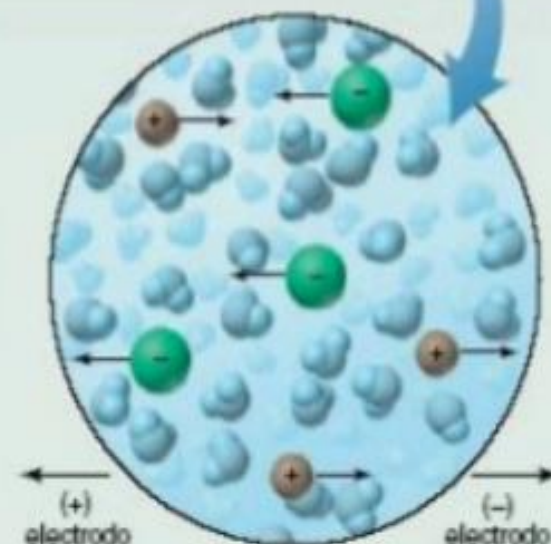
• Ligações nos Cristais:

I) Ligação Iônica(ou eletrostática): ligação de caráter eletrostático, ou resultado da atração eletrostática de partículas com cargas contrárias(Forças de Couloumb).

Algumas das principais propriedades dos cristais constituídos de ligações iônicas são:

- Elevado ponto de fusão e ebulição.
- Duros e apresentam baixa tenacidade, sendo sólidos quebradiços/frágeis.
- Isolantes térmico e elétrico. Não conduzem muito bem corrente elétrica (Grafita é uma exceção) e nem calor devido a baixa mobilidade dos elétrons.
- São eletrólitos em meio de alta constante dielétrica
- Podem apresentar clivagem... Ex: Calcita, Fluorita e Barita.
- Simetria geralmente elevada, em função do caráter não-direcional.

• A energia de atração e de repulsão são funções da distância interatômica, que dependem das constantes A, B e n (n≈8)

$$E_A = -\frac{A}{r} \qquad E_R = \frac{B}{r^n}$$

(+)
electrodo
(–)
electrodo
água destilada
não conduz
corrente elétrica
Íons positivos e negativos
fixados no sólido não
conduzem corrente elétrica
Em solução, íons positivos
e negativos se movem e
conduzem corrente elétrica

- **II) Ligação Covalente:** Par de elétrons compartilhado por dois átomos, configurações eletrônicas mais próximas de um gás nobre (inerte) estável. Cada átomo contribui com pelo menos um elétron para formar a ligação além dos elétrons pertencerem a ambos os átomos sendo assim um compartilhamento de elétrons. È direcionada, os átomos deformam-se na direção da ligação.

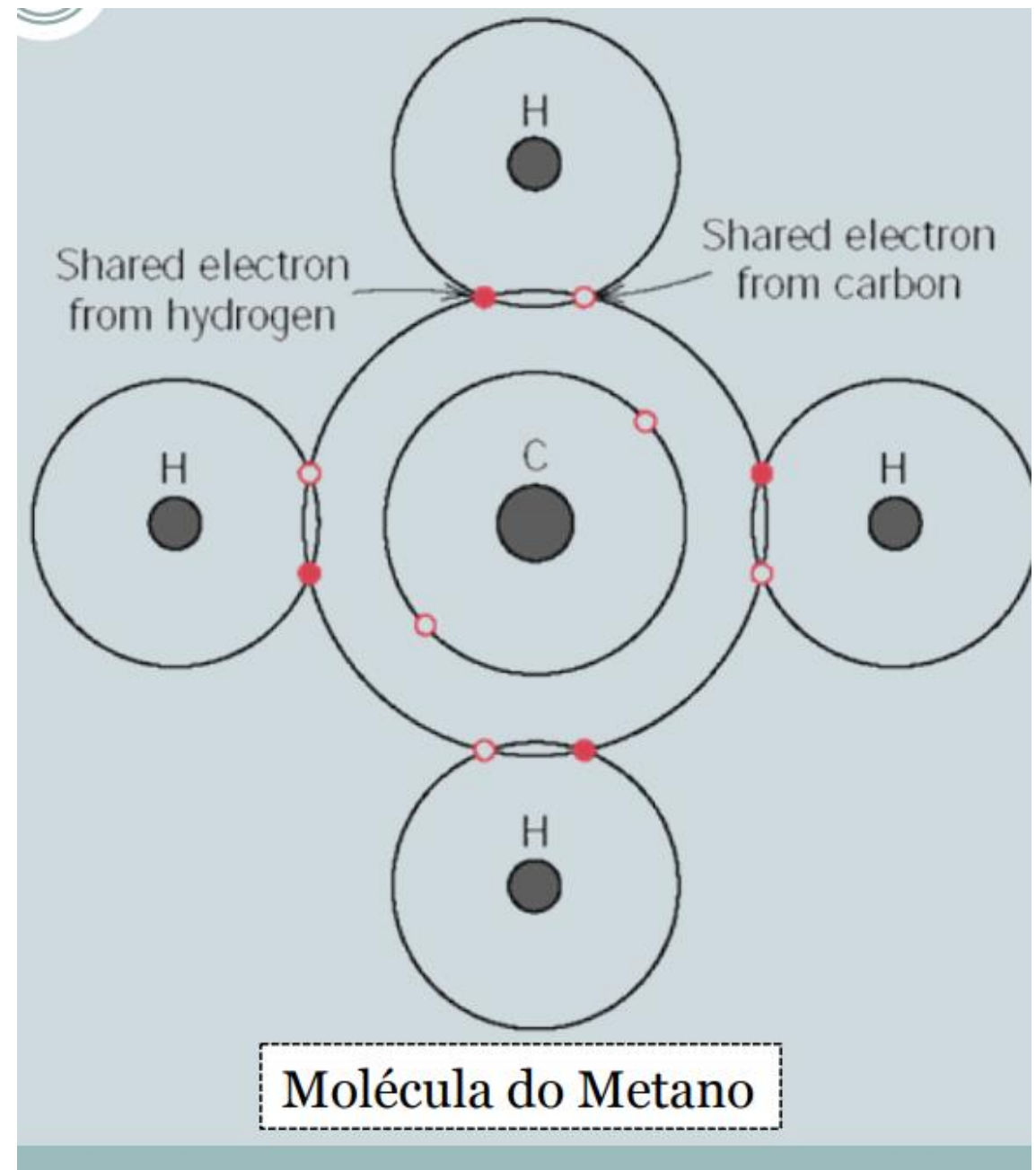
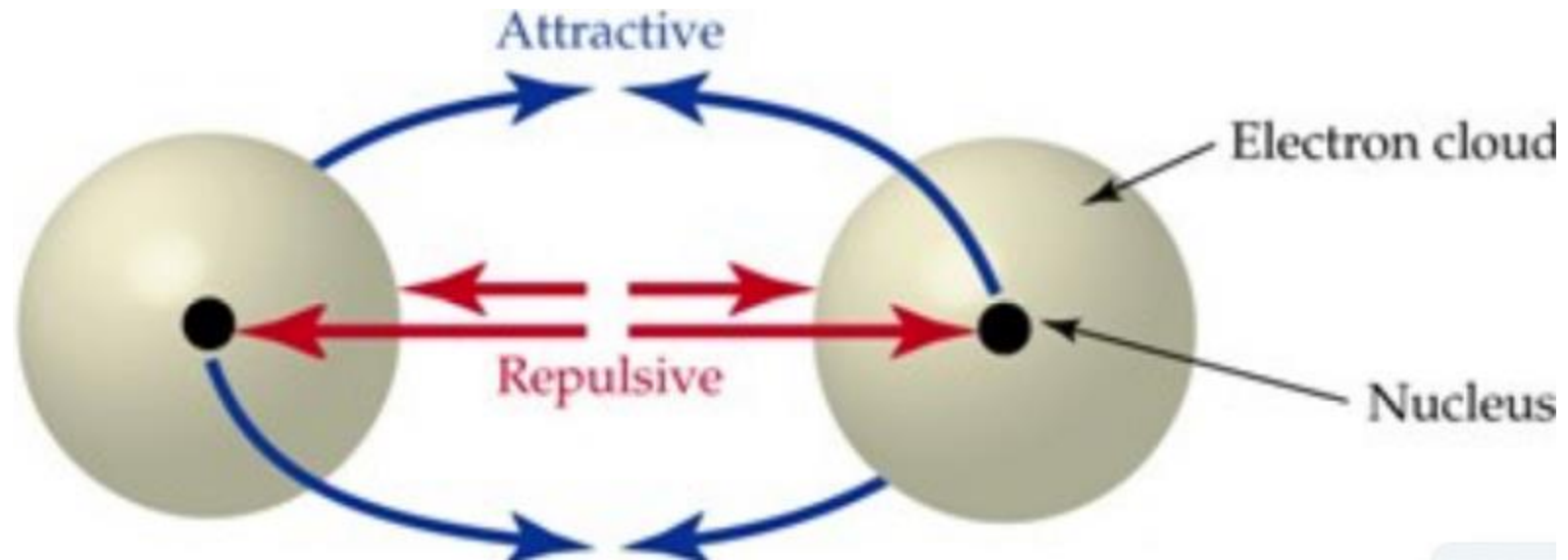
- Algumas das principais propriedades dos cristais constituídos de ligações iônicas:

- Possuem temperatura de Fusão e Ebulição inferior em relação às ligações iônicas.

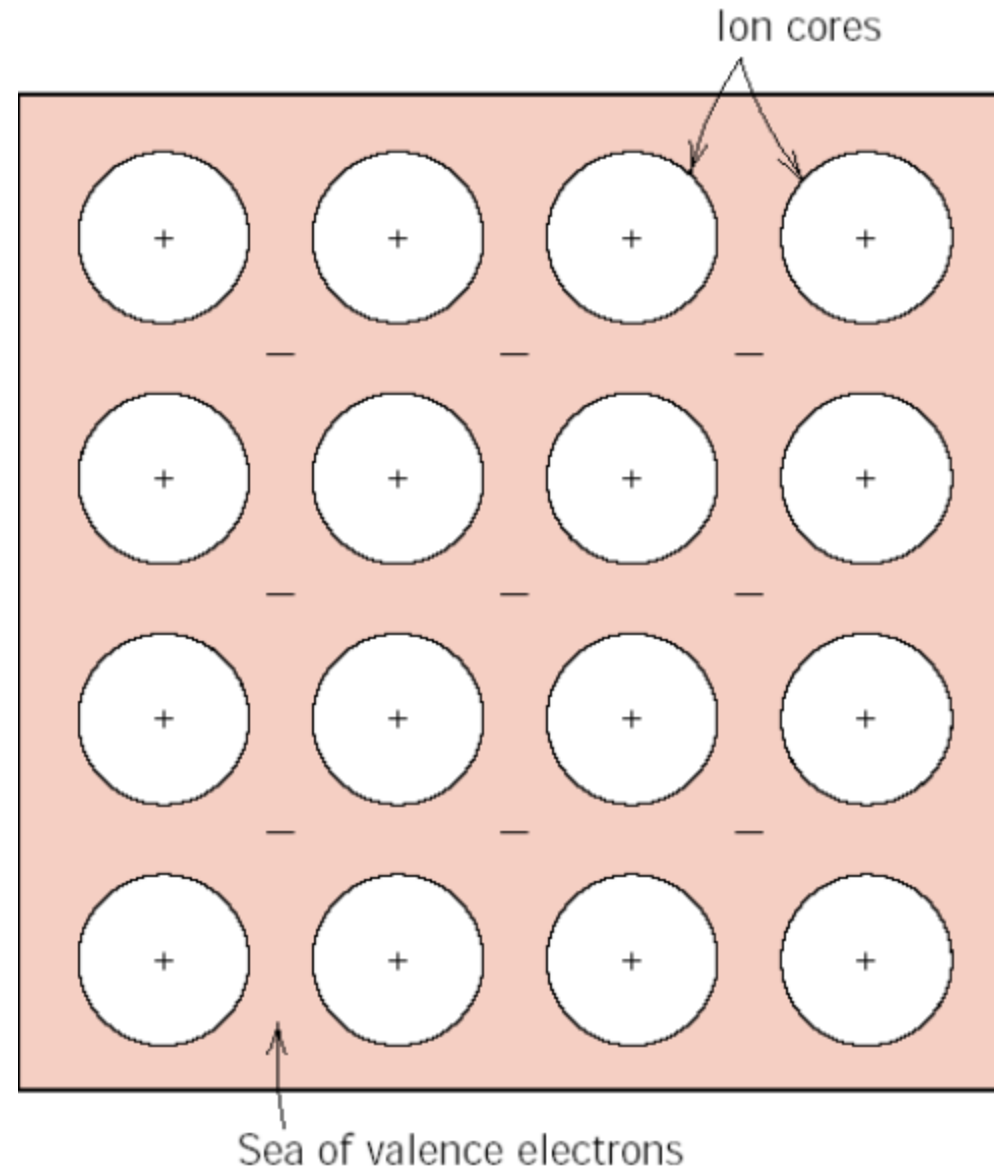
- São insolúveis e possuem dureza e densidade relativamente elevada.

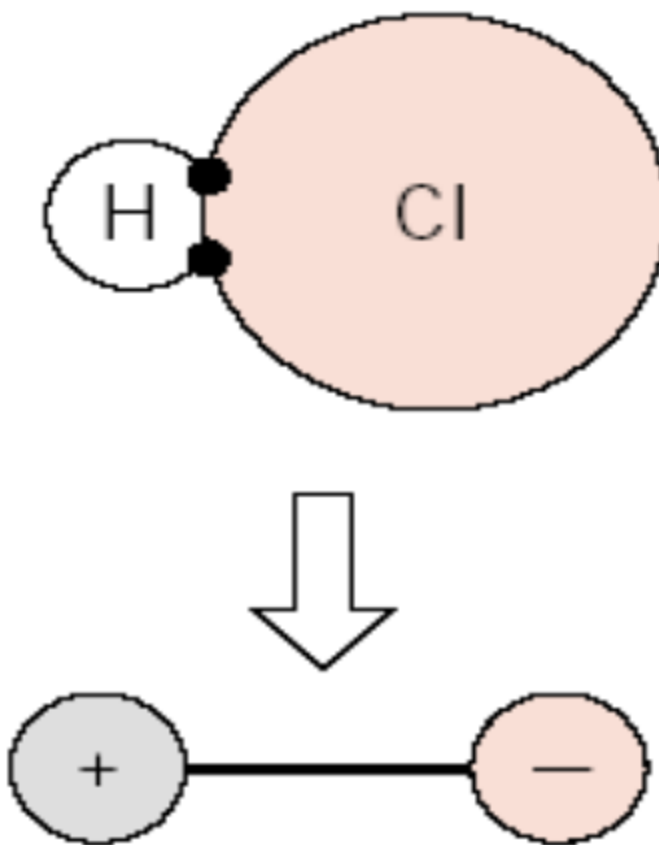
- Baixa condutividade elétrica, tanto no estado sólido quanto em solução, tendo em vista a mobilidade muito pequena dos elétrons ligados.

- Podem ser polares (os átomos apresentam diferença de eletronegatividade) ou apolares (sem diferença de eletronegatividade);

Molécula do Metano

Exemplo de alguns minerais com ligações covalentes: Diamante, Grafita, Quartzo etc.

- **III) Ligação Metálica:** Típica para metais puros. Constituída de íons positivios.Os elétrons preenchem os espaços entre os atomos do metal, formando o ''gas eletrônico'' ou ainda ''nuvem de elétrons livres''. Materiais metálicos têm 1, 2 ou 3 elétrons de valência, que se encontram livres para se movimentarem ao longo do metal

Principais propriedades dos cristais metalicos:

- **Alta condutividade térmica e elétrica** (os elétrons podem se mover na presença de uma f.e.m. ou de um gradiente de temperatura.)
- **Alta maleabilidade e ductibilidade** (permitem grande deformaçao plastica... são móveis.)
- **Brilho metalico** (alta refletividade... tendo em vista que os elétrons são muito móveis trocam de nível energético com facilidade emitindo fótons)
- Sempre **opacos**: pela mesma razão mencionada acima mas nesse caso absorvendo a luz incidente.
- P.F e P.E geralmente baixos
- Alta tenacidade
- Alta plasticidade
- Baixa Dureza

- **Ligações Secundárias:**

- São ligações fracas. As energias de ligação são da ordem de 10kJ/mol
- possível obter ligação sem troca ou compartilhamento de elétrons nas ligações secundárias ou de **Van der Waals**
- A ligação é gerada por pequenas assimetrias na distribuição de cargas dos átomos que criam dipolos
- • Um dipolo é um par de cargas opostas que mantém uma distância entre si;
- • Dipolo permanente
- • Dipolo induzido

- Representação esquemática de uma molécula polar

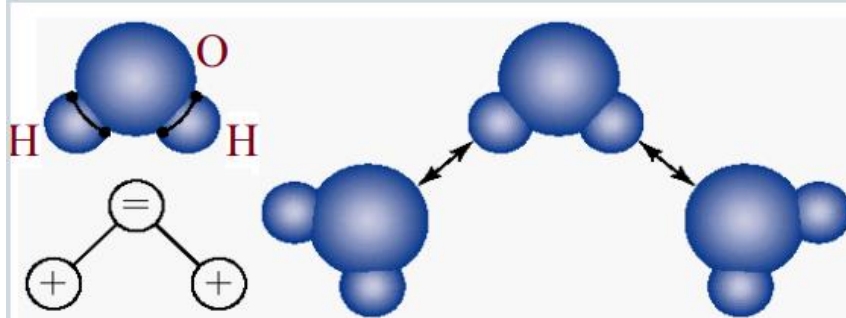
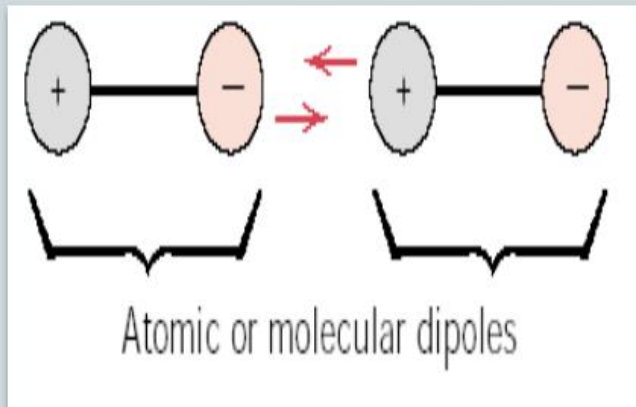
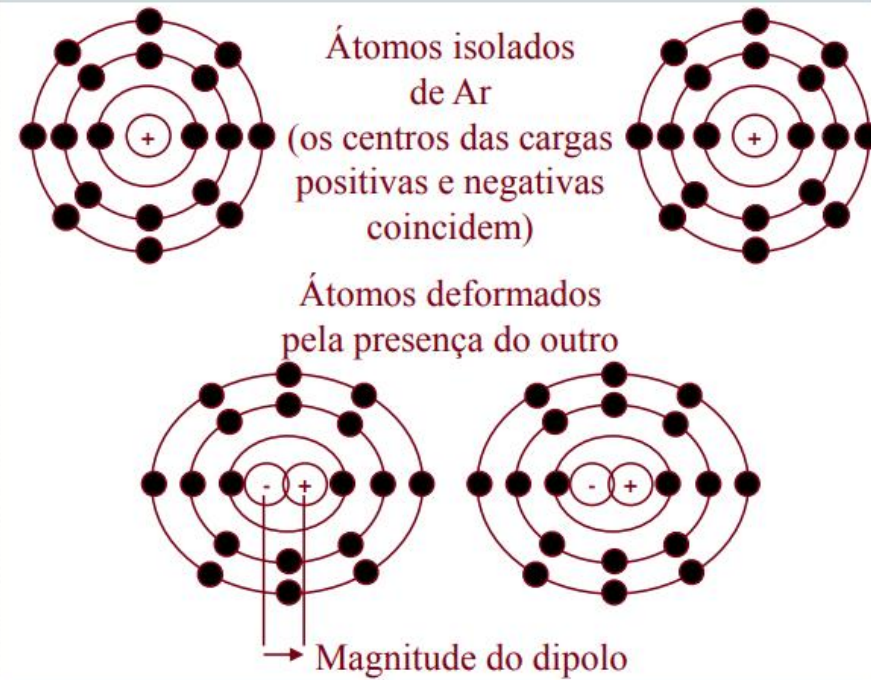
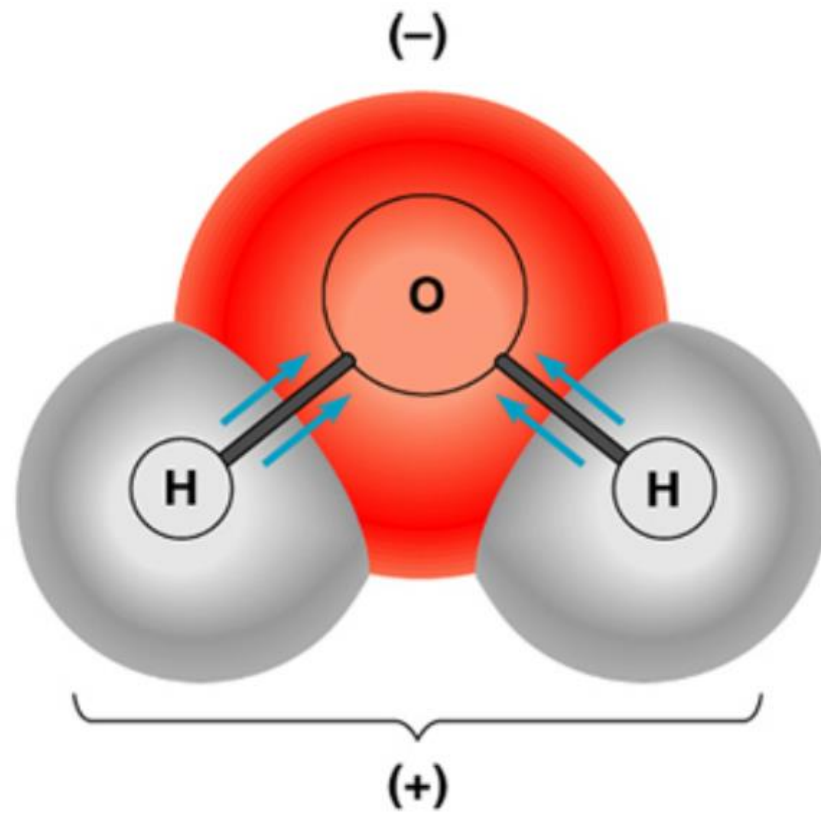
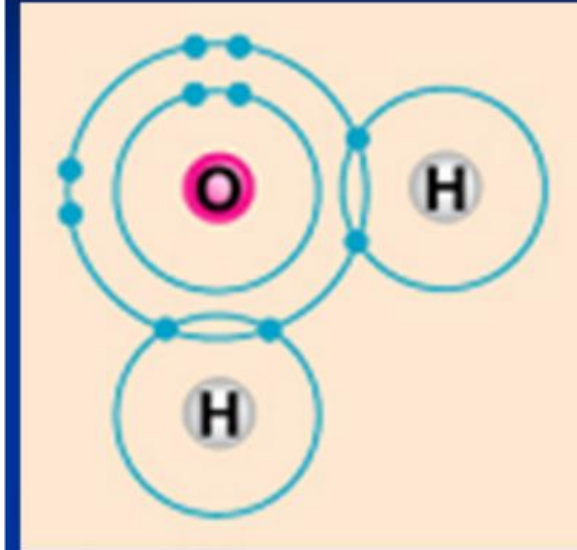
Tipos de Dipolos

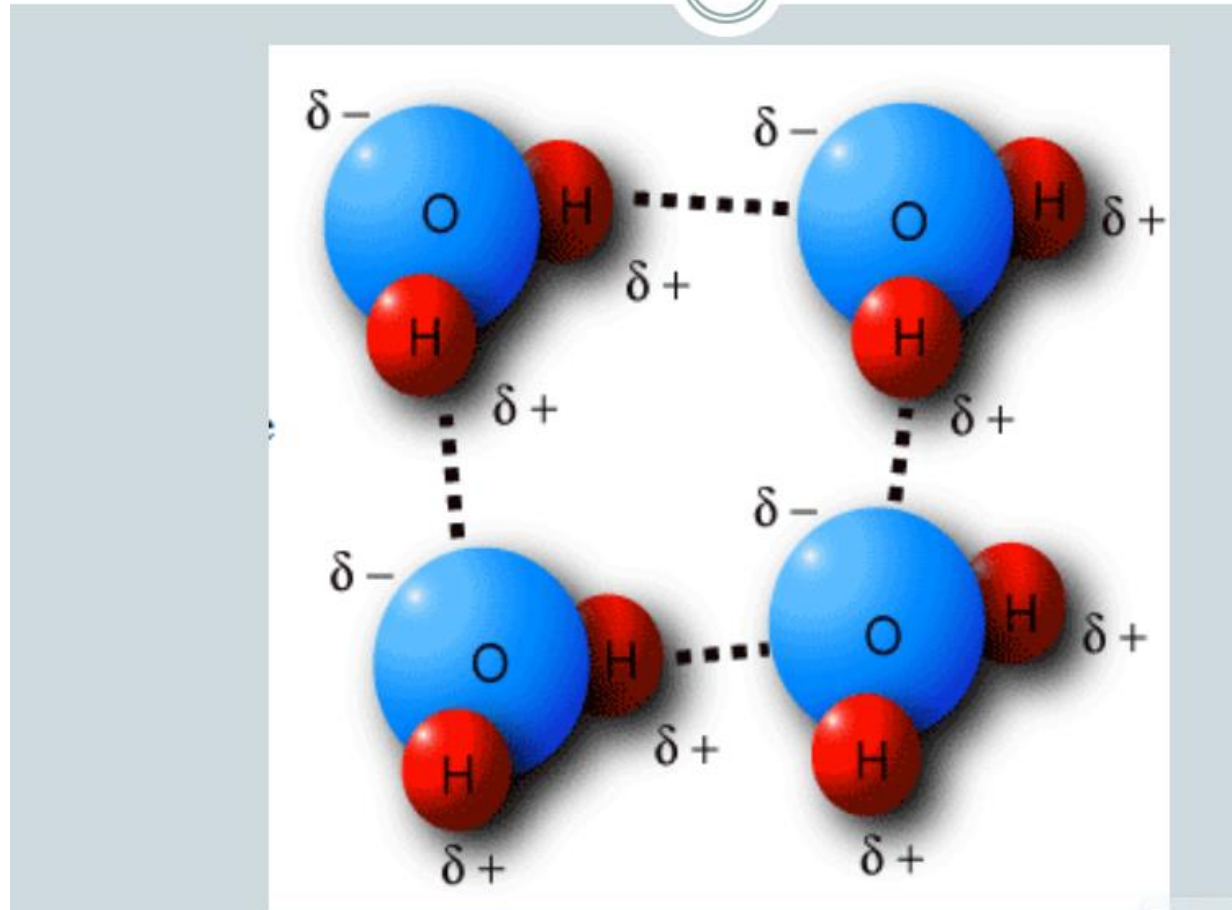
Permanente

Atomic or molecular dipoles

Induzido

Átomos deformados
pela presença do outro

Magnitude do dipolo

- Água é uma molécula polar, pois o oxigênio é mais eletronegativo do que o hidrogênio, e, então, os elétrons são atraídos para próximo do oxigênio.

Atração por pontes de hidrogênio e moléculas de água

Expansão da água no estado sólido

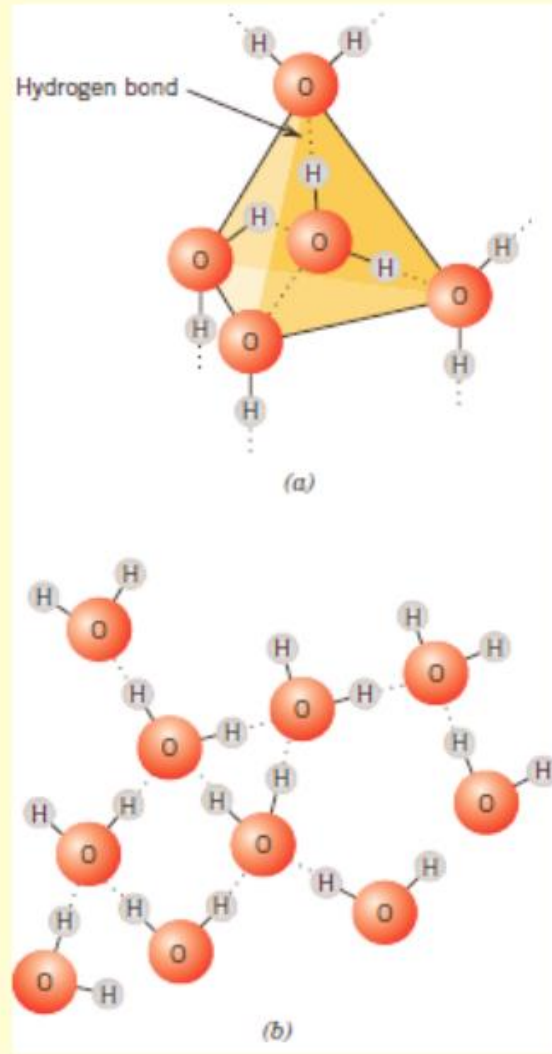
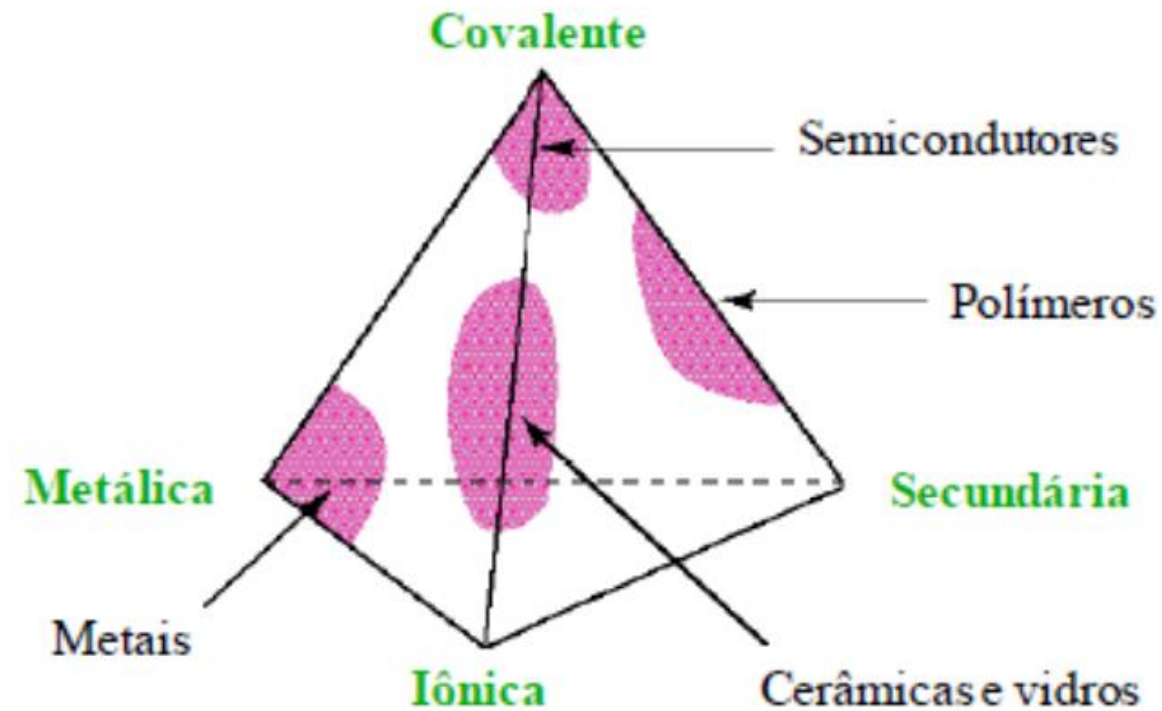



Figure 2.16 The arrangement of water (H_2O) molecules in (*a*) solid ice, and (*b*) liquid water.

Ligações químicas em relação aos tipos de materiai

Podemos classificar quanto a ligação atômica !?

- **Ligação de Van der Waals(Secundária):** São as interações mais fracas de ligação, sua resistência é menor do que a dos tipos anteriores. Em minerais são raras, exceto em estruturas lamelares (ex.: grafita) e silicatos lamelares (filossilicatos).

- <u>Propriedades dos Cristais:</u>
- Clivagem mais acentuada;
- Dureza mais baixa;
- Baixo ponto de fusão;

- **Ligações Mistas:** Todas as ligações, na prática. Não se encontram de forma isolada. As ligações são quase sempre uma ''mistura''.

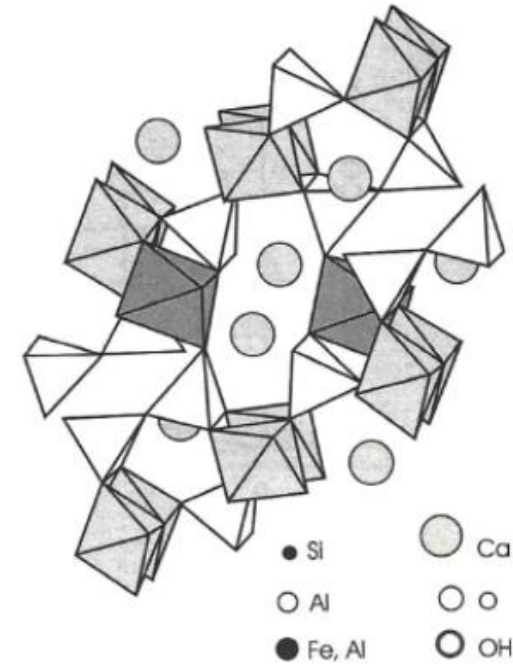
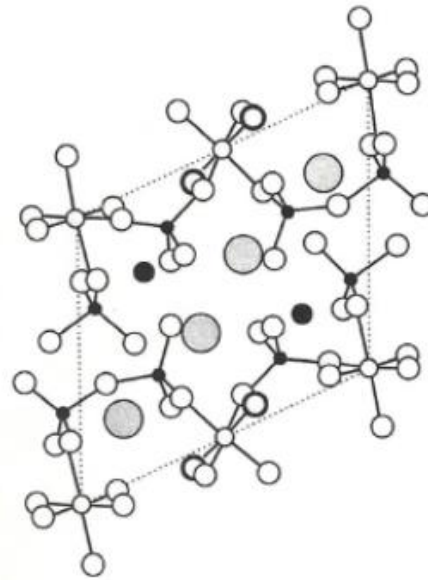
- **Eletronegatividade(E.v):** È a combinação entre ligações Covalente e Iônica. Quanto mais o átomo atrair os elétrons de valência maior será a sua eletronegatividade.
- Os elementos mais eletronegativos estão concentrados no canto superior direito da Tabela Periódica. Os mais eletropositivos estão no canto inferior esquerdo da tabela.

- **Coordenação:** A Cristaloquímica considera que a estrutura do cristal pode ser imaginariamente desmembrada em formações simples, planas ou espaciais, em cujos centros e vértices encontram-se átomos ou íons: **Poliedros de Coordenação.**

- O volume dos poliedros de coordenação é menor do que o volume da cela unitária do retículo cristalino.

- Os poliedros de coordenação podem ser utilizados para caracterizar a estrutura interna do cristal.

Cristaloquímica

FIG. 4.8
Estrutura do epídoto, $Ca_2(Fe,Al)Al_2[SiO_4][Si_2O_7]O(OH)$, monoclínico, desenhada por meio de esferas (a) e por poliedros de coordenação (b).

Exemplo:

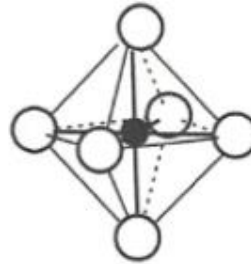
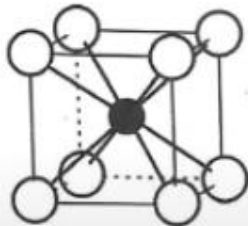
Si^{IV} -	o átomo do silício possui coordenação tetraédrica, p.ex., na estrutura do quartzo ou de silicatos;
C^{III}, Ca^{VI} -	o carbono possui coordenação planar ternária, o cálcio, senária, p.ex., na estrutura da calcita.

- **Àtomo Central:** íon ou átomo localizado no centro do poliedro. Nos Vértices estão os ânions posicionados.

- **Número de Coordenação (N.C.):**
- O número de ânions ao redor do cátion central determina o N.C. - os mais frequentes são: 3, 4, 6, 8 e 12.

Cristaloquímica

coordenação:
ternária planar
NC: 3

tetraédrica
NC: 4

octaédrica
NC: 6

Coordenação:
cúbica
NC: 8

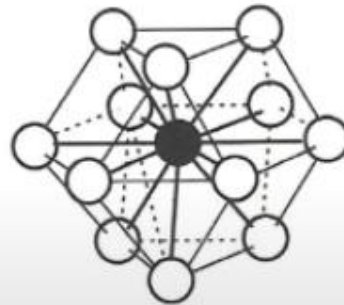
ligação do cubo
e octaedro
NC: 12

Ligação de duas bipirâmides
trigonais e de um pinacoide
basal NC: 12

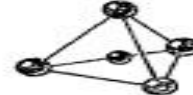
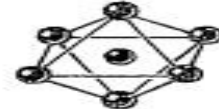
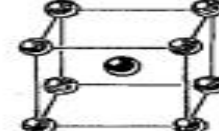
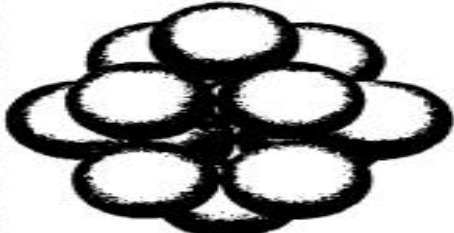
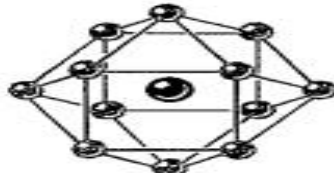
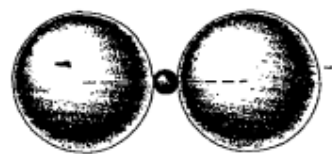
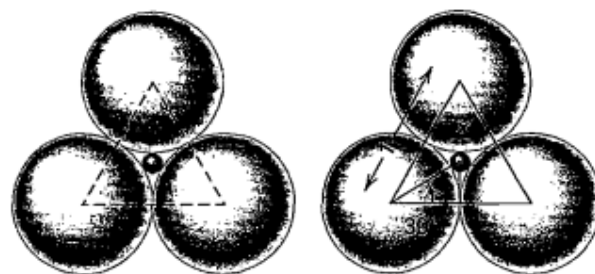
Figura 4.9
Números de coordenação mais comuns e poliedros de coordenação respectivos. Nos dois últimos casos, trata-se de um dos tipos de empacotamento compacto de esferas idênticas (o átomo central é idêntico aos da vizinhança - vide Figuras 4.31 e 32).

Relação dos raios mínimos $R_A : R_X$	Número de coordenação N.C.	Geometria do empacotamento
<0,155	2	Linear
0,155	3	Vértices de um triângulo equilátero (coordenação triangular)
0,225	4	Vértices de um tetraedro (coordenação tetraédrica)
0,414	6	Vértices de um octaedro (coordenação octaédrica)
0,732	8	Vértices de um cubo (coordenação cúbica)
1.0	12	Vértices de um cuboctaedro (empacotamento fechado)

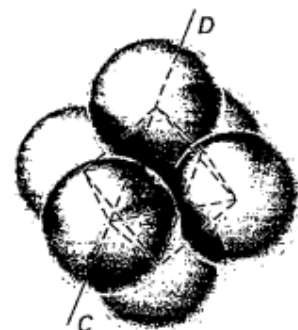
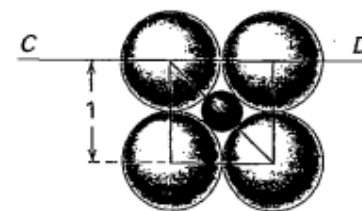
FIGURA Esquemas de empacotamento atômico.

Esquema de empacotamento atômico.

(*a*) Linear

(*b*) Triangular

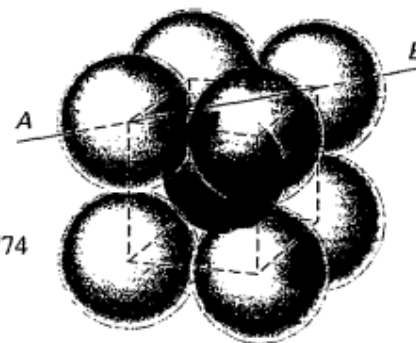
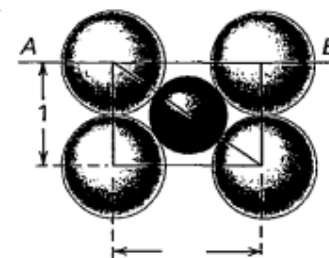
$$\cos 30° = \frac{1/2}{1/2 + 1/2\,x}$$

$$1/2 + 1/2\,x = \frac{1/2}{\cos 30°} = \frac{1/2}{0{,}8660} = 0{,}5774$$

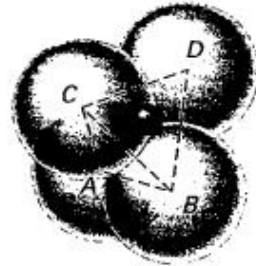
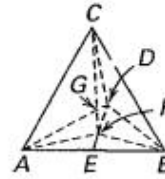
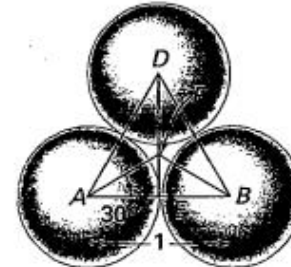
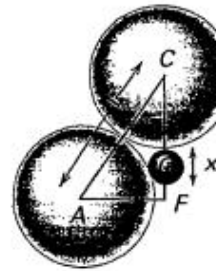
$$1/2\,x = 0{,}5774 - 0{,}50 = 0{,}0774$$

$$x = 0{,}155$$

(*d*) Octaédrica

$$(1+x)^2 = (1)^2 + (1)^2$$

$$1 + x = \sqrt{2} = 1{,}414$$

$$x = 0{,}414$$

(*e*) Cúbica

$$(1+x)^2 = (1)^2 + (\sqrt{2})^2$$

$$1 + x = \sqrt{1+2} = 1{,}732$$

$$x = 0{,}732$$

(c) Tetraédrica

G é a locação do centro do íon pequeno, no centro do tetraedro

No triângulo da base

$$\cos 30° = \frac{AE}{AF}$$

$$\therefore AF = \frac{AE}{\cos 30°} = \frac{1/2}{\cos 30°}$$

$$= 1/2 \cdot \frac{2}{\sqrt{3}} = \frac{1}{\sqrt{3}}$$

No triângulo vertical CAF

$$CF = \sqrt{AC^2 - AF^2} =$$

$$\sqrt{(1)^2 - \left(\frac{1}{\sqrt{3}}\right)^2} = \sqrt{1 - \frac{1}{3}}$$

$$\sqrt{\frac{2}{3}} = 0{,}81649$$

Também $CG = 3/4\ CF$, pois o centro do tetraedro G é $1/4\ CF$ a partir da base. Além disso, $CG = 1/2 + 1/2\,x$

$$\therefore 1/2 + 1/2\,x = 3/4 \cdot 0{,}81649 = 0{,}6124$$

$$\therefore 1/2\,x = 0{,}6124 - 0{,}5 = 0{,}1124$$

$$x = 0{,}225$$

- Diferentes representações do empacotamento molecular:

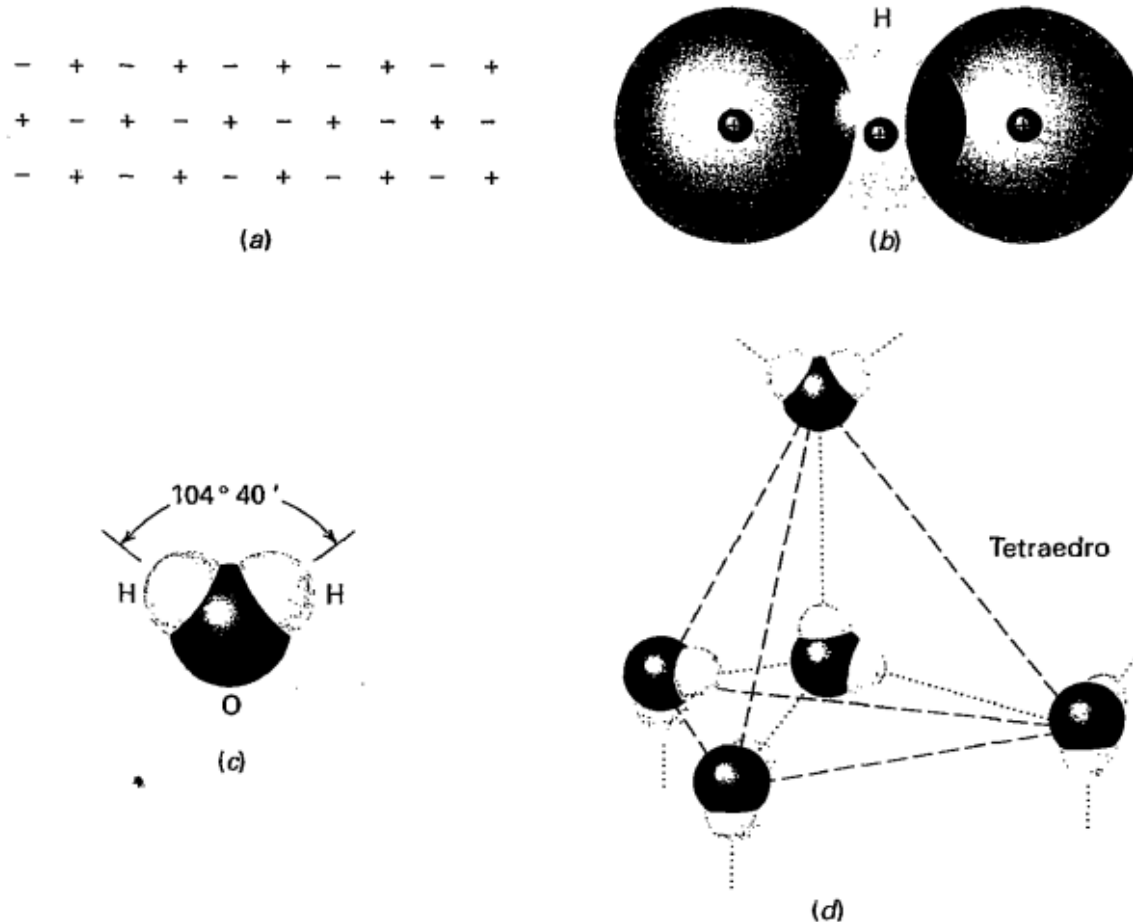



FIGURA 3.26 (a) Representação esquemática do empacotamento de moléculas polares em um sólido cristalino. As cargas de sinais opostos estão posicionadas como vizinhos mais próximos. (b) Modelo da ligação de hidrogênio. (c) Uma molécula da água e o ângulo de ligação entre H-O-H. (d) Ligações de hidrogênio apresentadas por um dos polimorfos do gelo. A coordenação é tetraédrica e similar à do diamante.

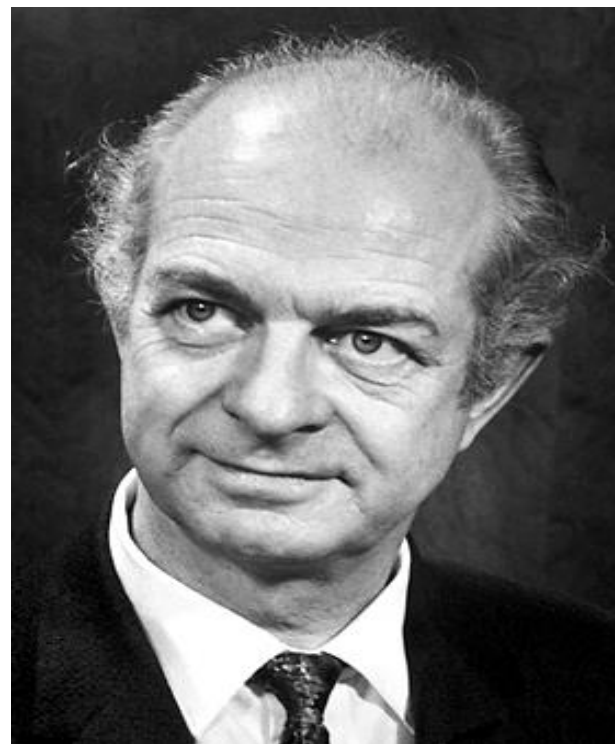
- # Regras de Linus Pauling:

Regra 1. **O princípio da coordenação**: Um poliedro de coordenação de ânions forma-se em torno de cada cátion; a distância cátion–ânion é determinada pela soma dos raios, e o número de coordenação (isto é, o número de vizinhos mais próximos) do cátion é determinado pela razão entre os raios.

Regra 2. **O princípio da valência eletrostática**: Em uma estrutura cristalina estável, a força total das ligações de valência que alcançam um ânion a partir de todos os cátions vizinhos é igual à carga do ânion.

Regra 3. **Compartilhamento de elementos poliédricos I**: A existência de arestas, e, de modo particular, faces comuns a dois poliedros aniônicos em uma estrutura coordenada, diminui a estabilidade das estruturas iônicas.

Regra 4. **Compartilhamento de elementos poliédricos II**: Em um cristal contendo diferentes cátions, aqueles de alta valência e com número de coordenação pequeno tendem a *não compartilhar* elementos poliédricos entre si.

Regra 5. **O princípio da parcimônia**: O número de tipos essencialmente diferentes de constituintes em um cristal tende a ser pequeno.

- **Regra 1: O princípio da Coordenação.**

- Este princípio estabelece que os tamanhos relativos do cátion e do ânion determinam a maneira como eles se empacotam mutuamente ou se coordenam.

- **Regra 2: O princípio da valência eletrostática.**

Regra 2. O princípio da valência eletrostática

Essa regra é um expressão da força de ligação. A força de uma ligação eletrostática pode ser definida como a carga de valência de um íon (Z) dividida pelo seu número de coordenação (**N.C.**).

Força de ligação (v.e.) = Z / **N.C.**,

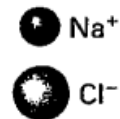
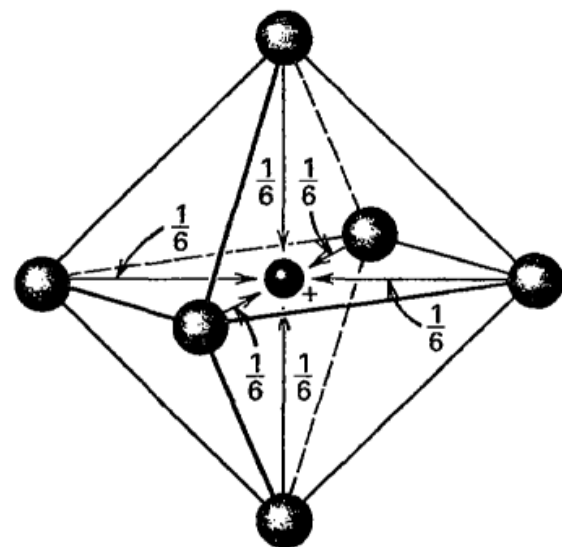
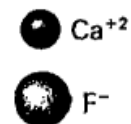
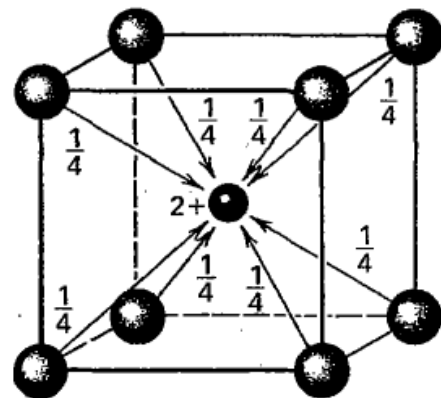
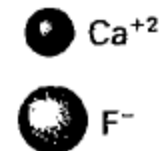
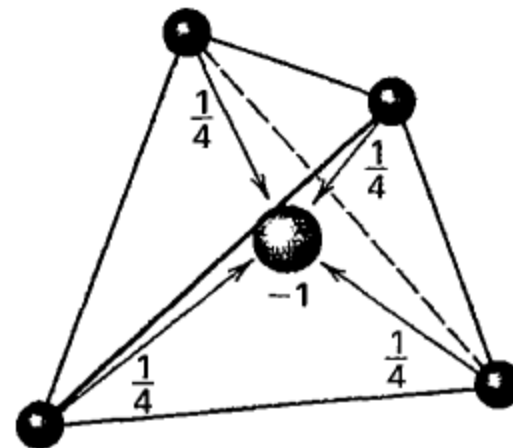



FIGURA 4.6 A neutralização de um íon central pelas ligações com os vizinhos mais próximos. Cada uma dessas ligações tem uma valência eletrostática (v.e.). A totalidade de todas as ligações com valências eletrostáticas específicas neutraliza o íon central. (a) Coordenação octaédrica na estrutura da halita (ver as Figs. 4.10a, 4.17b). (b) Coordenação cúbica do F^- em torno do Ca^{+2} na estrutura da fluorita (ver as Figs. 4.10b, 4.20). (c) Coordenação tetraédrica do Ca^{+2} em torno do F^- na estrutura da fluorita (ver as Figs. 4.10b, 4.20).

• Regra 3: Compartilhamento de elementos poliédricos I

- A existência de arestas e particularmente de faces, comuns a dois poliédricos aniônicos em uma estrutura coordenada diminui a estabilidade desta.

- (Lembre-se da repulsão exercida pelos cátions... Os opostos se atraem, porém os iguais nesse caso os cátions (+) se repelem.

- # Regra 4: Compartilhamento de elementos poliédricos II

- Em um cristal com diferentes cátions, aqueles com valência (carga) mais alta e número de coordenação pequeno tendem a não compartilhar elementos poliédricos entre si.

• Regra 5: <u>O princípio da parcimônia.</u>

- O número de tipos de constituintes essencialmente diferentes em um cristal tende a ser pequeno.

-> existem poucos tipos diferentes de sítios catiônicos e aniônicos.

-> desse modo, em estruturas químicas complexas diferentes íons tendem a ocupar o mesmo sítio.

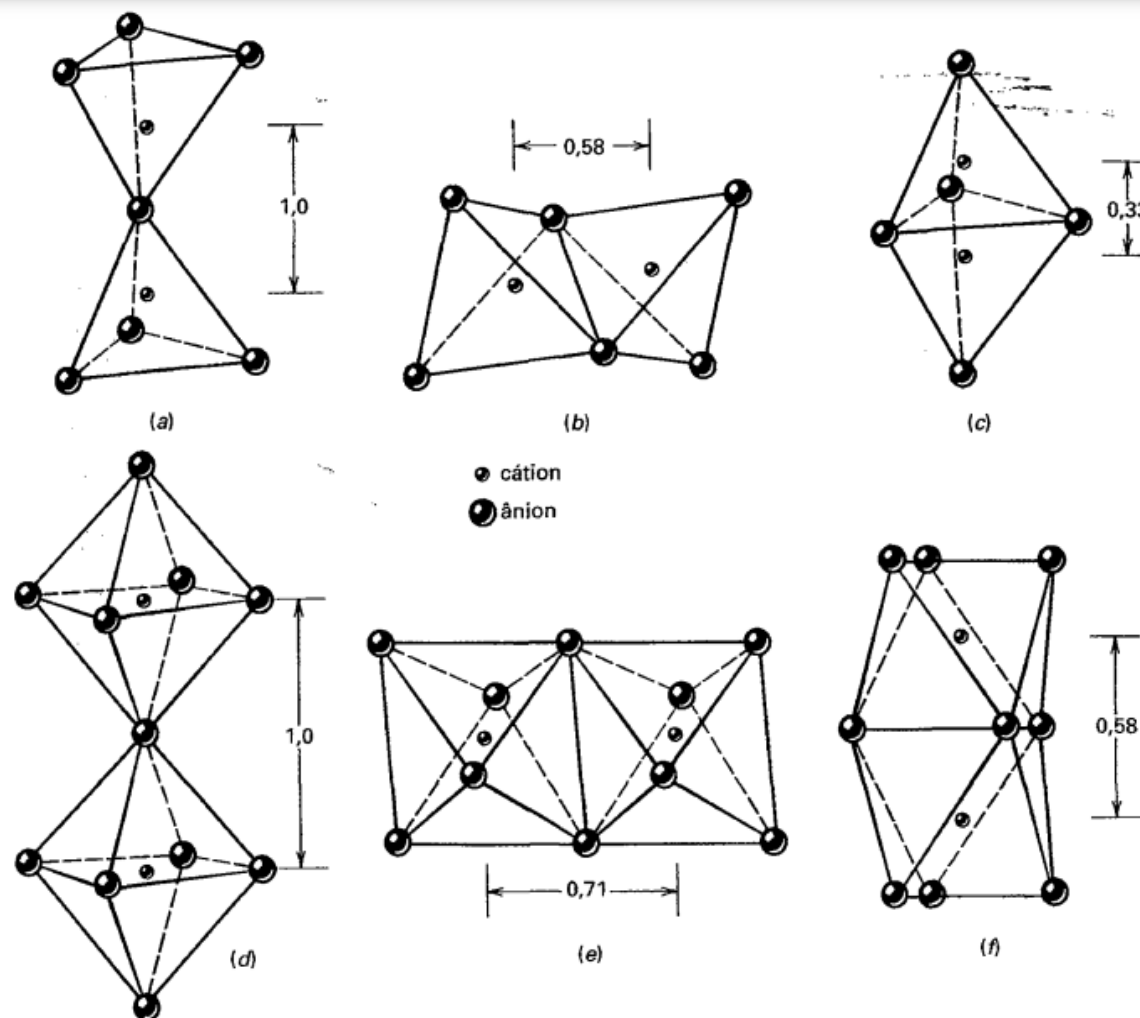



FIGURA 4.8 (a) Tetraedros compartilhando vértices, como ocorre comumente em estruturas cristalinas. Aqui, a distância cátion–cátion é tomada como 1,0. (b) Tetraedros compartilhando arestas, muito incomuns. A distância cátion–cátion é reduzida de 1,0 para 0,58. Nesse caso, ocorreria repulsão cátion–cátion, causando severa distorção nos poliedros. (c) Tetraedros compartilhando faces; isso nunca é encontrado quando ambos os tetraedros são ocupados por um cátion. A *distância cátion–cátion, que era de 1,0 em (a) e de 0,58 em (b), passa a ser de 0,33. (d) Octaedros compartilhando vér*tices, comumente encontrados em estruturas cristalinas. A distância cátion–cátion é arbitrada como 1,0. (e) Octaedros compartilhando arestas são também comuns. A distância cátion–cátion é reduzida para 0,71 (mas os cátions ainda estão consideravelmente longe uns dos outros, em comparação com o caso dos tetraedros que compartilham arestas; ver b). (f) Octaedros compartilhando faces, arranjo que não é incomum em estruturas cristalinas. A distância cátion–cátion, que era de 1,0 (em d), e que passou a ser de 0,71 (em e) torna-se 0,58. O compartilhamento de faces nos octaedros é possível porque a distância cátion–cátion é maior nos octaedros do que nos tetraedros. Além disso, os cátions em coordenação octaédrica tendem a ter carga mais baixa (por exemplo, Mg^{+2}, Fe^{+2}) do que os cátions em coordenação tetraédrica (por exemplo, Si^{+4}, Al^{+3}). Portanto, a força de repulsão entre cátions dentro de octaedros é geralmente menor do que no caso de cátions no interior de tetraedros.

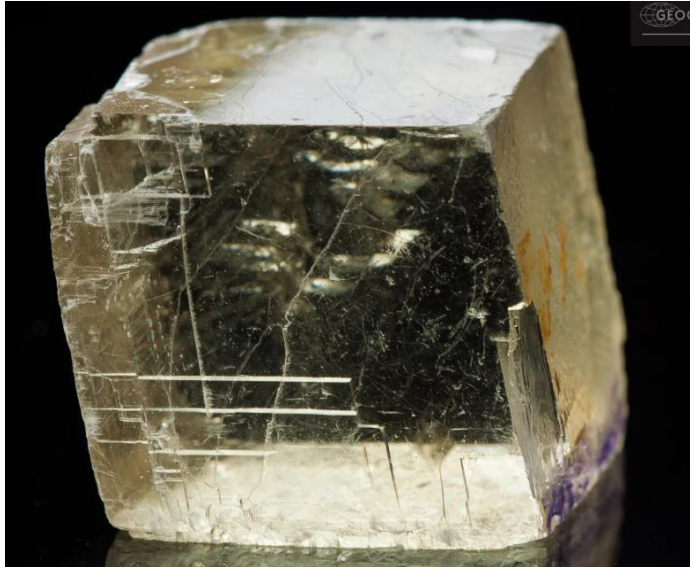
Variações químicas dos minerais:

- ISOMORFISMO, POLIMORFISMO E PSEUDOMORFISMO.

- **ISOMORFISMO:** Ocorre entre dois minerais de composição química diferente mas com estrutura cristalina semelhante. Ex: Pirita(FeS_2)e Galena (PbS) composições químicas distintas mas ambos são do sistema cristalino isométrico (cúbico) .

Pirita(FeS2)

Galena (PbS)

- **POLIMORFISMO:** O termo POLIMORFISMO refere-se a minerais que possuem composição química idêntica, mas estruturas cristalinas diferentes. Por exemplo a Calcita e a Aragonita. Os dois possuem CaCO3 em sua composiçao química, mas a calcita cristaliza no sistema trigonal, já a aragonita cristaliza no sistema ortorrômbico. Ou ainda a pirita(isométrico) e a marcassita(ortorrombico) e grafite(Hexagonal) e diamante (isométrico).

Calcita

Aragonita

- **PSEUDOMORFISMO:** é o processo pelo qual mudam a composição química e a estrutura cristalina, porém sem alterar a forma externa do cristal. Um exemplo frequente é a substituição de cristais cúbicos de pirita por limonita (uma mistura de hidróxidos de ferro). Neste exemplo as feições geométricas externas (faces, estrias, etc.) da pirita são preservadas, mas não correspondem mais ao arranjo cristalográfico.

1) Pirita sendo substituída por limonita.

2) Pirita sendo substituída por limonita.

- **Exsolução:**

Exsolução é o processo pelo qual uma solução sólida inicialmente homogênea se separa em dois (ou possivelmente mais) minerais cristalinos distintos sem a adição ou remoção de material do sistema

As exsoluções muitas vezes (mas nem sempre) ocorrem ao longo de planos ou direções cristalográficas, isto é, coincidentes com possíveis faces, clivagens, etc. do cristal.

Influência da energia da ligação em algumas propriedades dos materiais

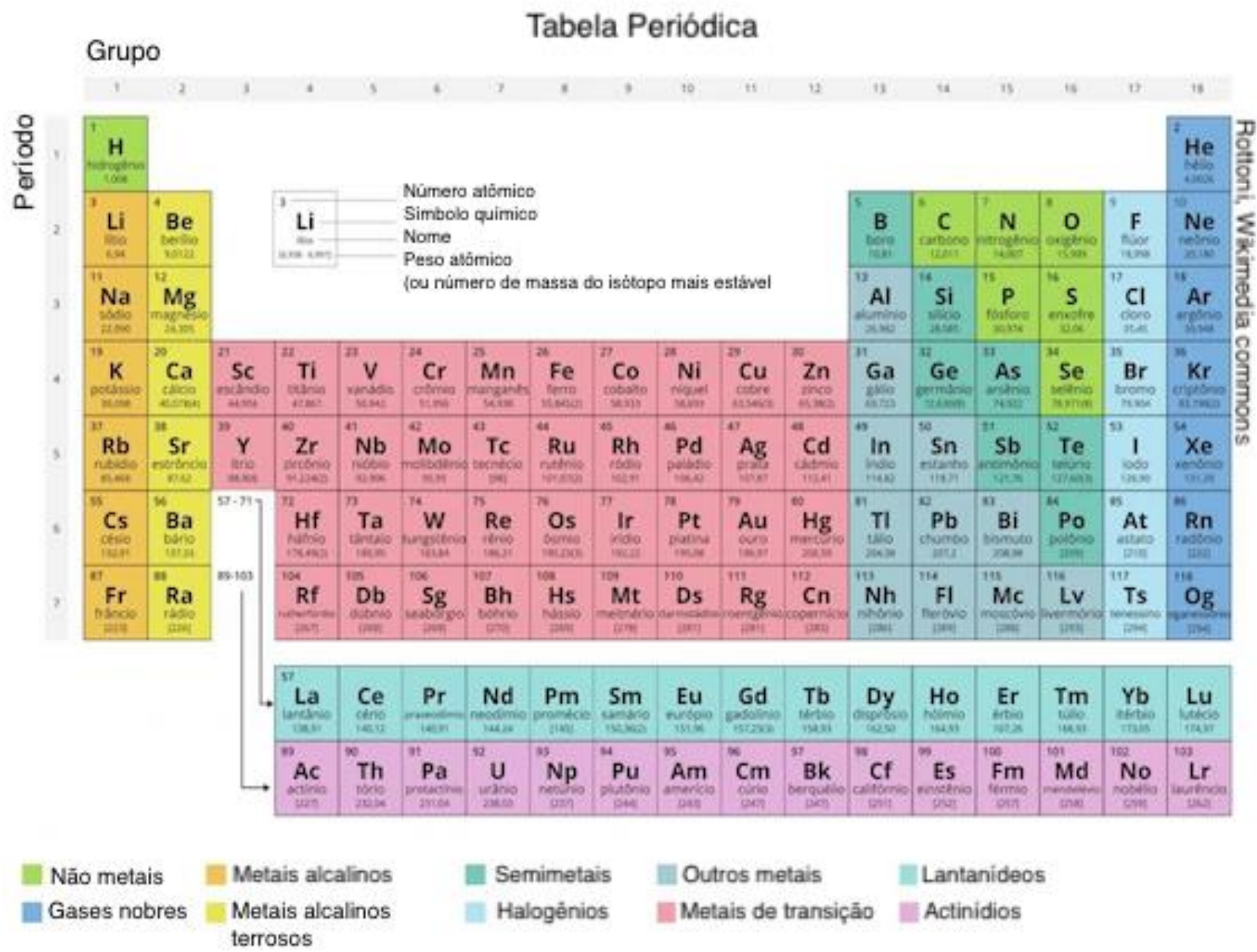
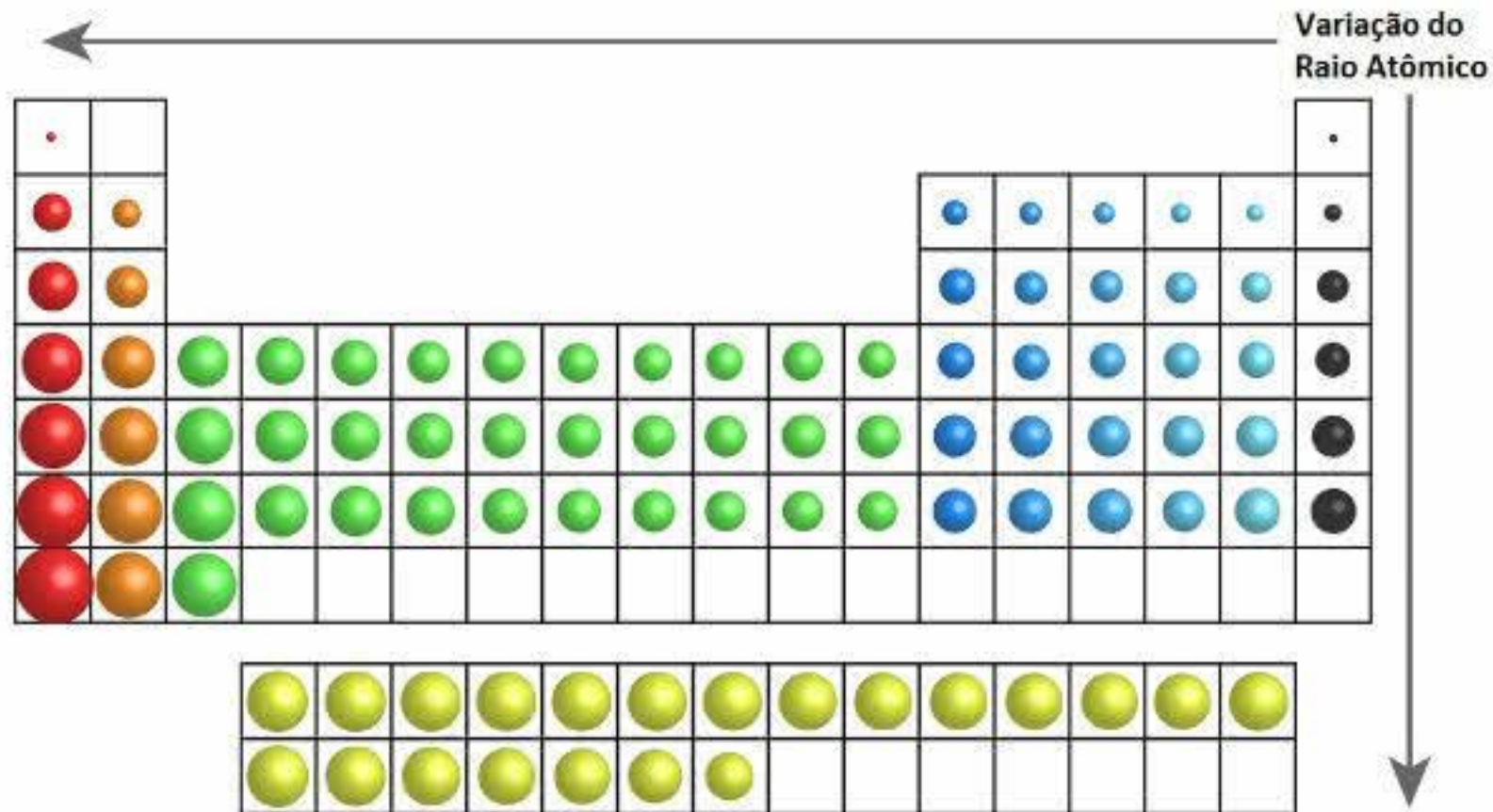
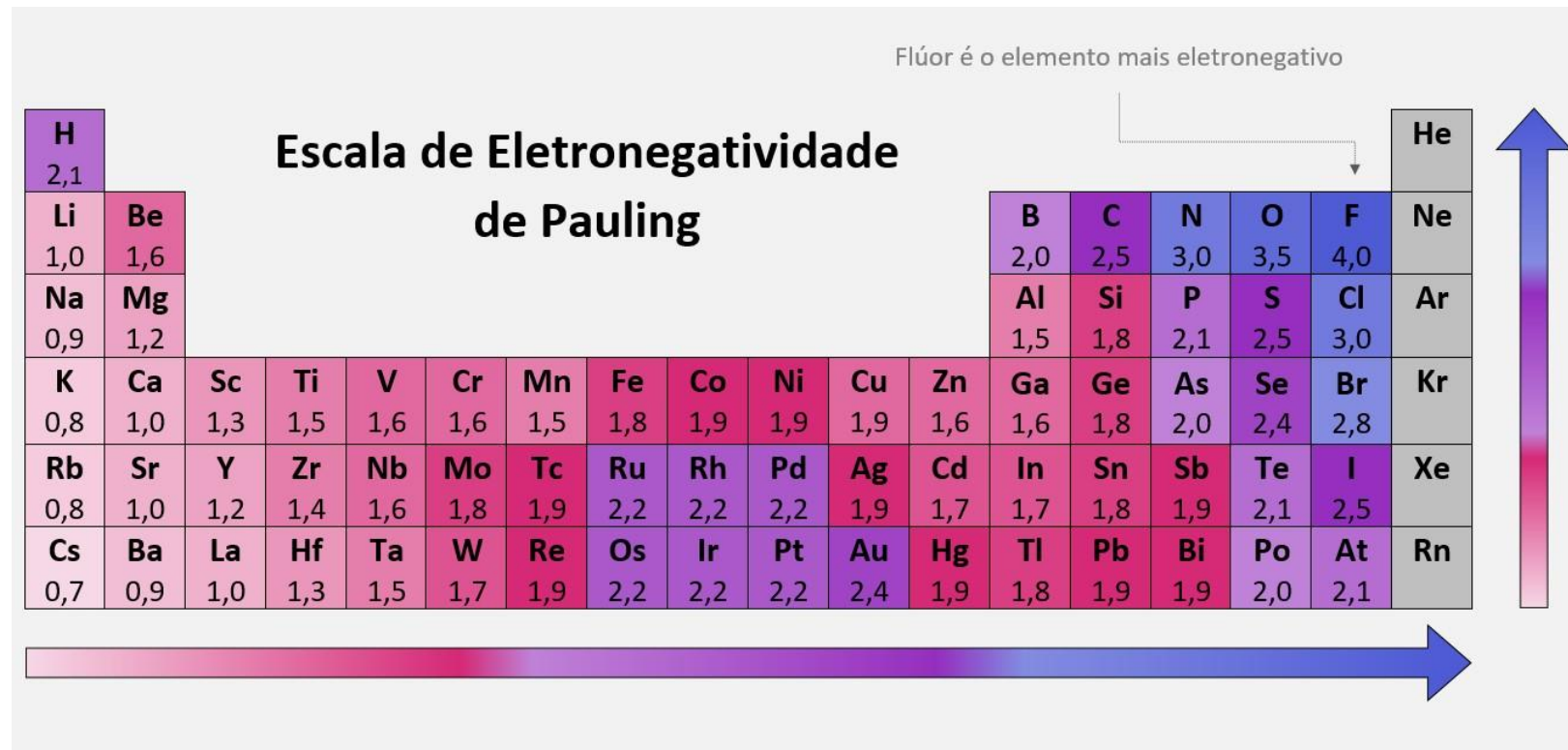
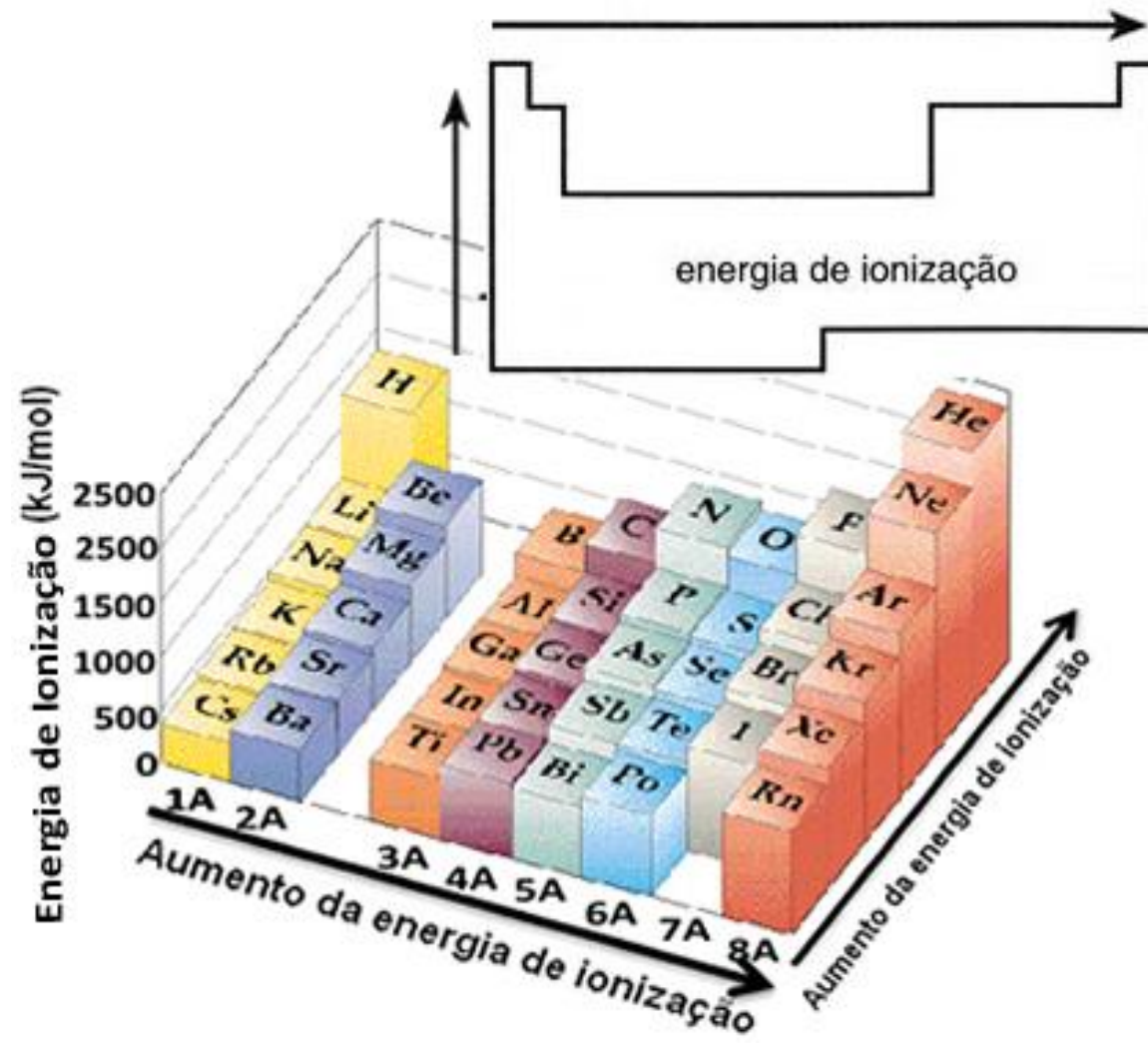
- Quanto maior a energia envolvida na ligação química há uma tendência de:
- Maior ser o ponto de fusão do composto
- Maior a resistência mecânica
- Maior a dureza
- Maior o módulo de elasticidade
- Maior a estabilidade química
- Menor a dilatação térmica

Energia de Ligação e Pontos de Fusão para materiais iônicos

Table 2.3 Bonding Energies and Melting Temperatures for Various Substances

Bonding Type	Substance	Bonding Energy kJ/mol	Bonding Energy eV/Atom, Ion, Molecule	Melting Temperature (°C)
Ionic	NaCl	640	3.3	801
	MgO	1000	5.2	2800
Covalent	Si	450	4.7	1410
	C (diamond)	713	7.4	>3550
Metallic	Hg	68	0.7	−39
	Al	324	3.4	660
	Fe	406	4.2	1538
	W	849	8.8	3410
van der Waals	Ar	7.7	0.08	−189
	Cl_2	31	0.32	−101
Hydrogen	NH_3	35	0.36	−78
	H_2O	51	0.52	0

- ## Materiais Complementares:

Tabela Periódica:

- Variação do Raio atômico na Tabela Periódica:

- Tabela Periódica com relação a Eletronegatividade:

- Variação da energia de ionização:

- Diagrama de Linus Pauling:

Camadas ou níveis		Subníveis (s, p, d ou f)				Número máximo de elétrons por nível
K	1	$1s^2$				2
L	2	$2s^2$	$2p^6$			8
M	3	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$		18
N	4	$4s^2$	$4p^6$	$4d^{10}$	$4f^{14}$	32
O	5	$5s^2$	$5p^6$	$5d^{10}$	$5f^{14}$	32
P	6	$6s^2$	$6p^6$	$6d^{10}$		18
Q	7	$7s^2$				2

• Classificação de Goldsmitch:

- Tabela de Dureza de Mohs:

• Referências:

- Klein, C.; Dutrow, B. 2012. Manual de Ciência dos Minerais. 23 ed., Porto Alegre, Artmed Editora S.A. 706 p.
- MACHADO, Wilson. *Mineralogia – Aulas 1 e 2*. [S. l.], [s. n.], [20--]. Disponível em: https://mw.eco.br/ig/cursos/Mineralogia2/01_Aulas_1e2.pdf. Acesso em: 23 jul. 2025.
- ARENA MARCAS. *Diagrama de Linus Pauling: entenda o que é e como ele funciona*. [S. l.], [s. n.], [20--]. Disponível em: https://registrodemarca.arenamarcas.com.br/educacao/diagrama-de-linus-pauling. Acesso em: 23 jul. 2025.
- RESEARCHGATE. *Figura 51: Escala Mohs e o grau de dureza dos minerais*. [S. l.], [s. n.], 2019. Disponível em: https://www.researchgate.net/figure/Figura-51-Escala-Mohs-o-grau-de-dureza-dos-minerais_fig35_335639923. Acesso em: 23 jul. 2025.
- WIKIPÉDIA. *Classificação de Goldschmidt*. [S. l.], Wikimedia Foundation, 2024. Disponível em: https://pt.wikipedia.org/wiki/Classificação_de_Goldschmidt. Acesso em: 23 jul. 2025.
- PONTIFÍCIA UNIVERSIDADE CATÓLICA DE GOIÁS. *Aula 4: Ligações químicas*. [S. l.], [s. n.], [20--]. Disponível em: https://professor.pucgoias.edu.br/sitedocente/admin/arquivosUpload/6739/material/Aula%204.%20Ligações%20químicas.pdf. Acesso em: 23 jul. 2025.
- **ASTH, Rafael C.** Raio atômico. *Toda Matéria*, [S. l.], [s. d.]. Disponível em: https://www.todamateria.com.br/raio-atomico. Acesso em: 23 jul. 2025.
- **WIKIPÉDIA.** Linus Pauling. *Wikipédia*, [S. l.], [s. d.]. Disponível em: https://pt.wikipedia.org/wiki/Linus_Pauling. Acesso em: 23 jul. 2025.
- **PREPARA ENEM.** Energia de ionização. *Prepara Enem*, [S. l.], [s. d.]. Disponível em: https://www.preparaenem.com/quimica/energia-ionizacao.htm. Acesso em: 23 jul. 2025.
- **CASTILHO, Rubens.** Eletronegatividade: o que é e como identificar (com tabela). *Toda Matéria*, [S. l.], [s. d.]. Disponível em: https://www.todamateria.com.br/eletronegatividade/. Acesso em: 23 jul. 2025.
- INSTITUTO DE GEOCIÊNCIAS - USP. *Pirita*. Didático IGC-USP, [S. l.], [s. d.]. Disponível em: https://didatico.igc.usp.br/minerais/sulfetos/pirita. Acesso em: 23 jul. 2025.
- INSTITUTO DE GEOCIÊNCIAS - USP. *Galena*. Didático IGC-USP, [S. l.], [s. d.]. Disponível em: https://didatico.igc.usp.br/minerais/sulfetos/galena. Acesso em: 23 jul. 2025.
- **.** INSTITUTO DE GEOCIÊNCIAS – USP. *Calcita*. Didático IGC-USP, [S. l.], [s. d.]. Disponível em: https://didatico.igc.usp.br/minerais/carbonatos/calcita-10. Acesso em: 23 jul. 2025.
- INSTITUTO DE GEOCIÊNCIAS – USP. *Aragonita*. Didático IGC-USP, [S. l.], [s. d.]. Disponível em: https://didatico.igc.usp.br/minerais/carbonatos/aragonita. Acesso em: 23 jul. 2025.
- **IGLESIAS GARROTE, José Luis.** Pseudomorfismo. *Minerales*, 15 jan. 2013. Disponível em: https://presentacionespp.blogspot.com/2013/01/pseudomorfismo.html. Acesso em: 23 jul. 2025.